

1. Calcolare il peso equivalente di ognuno dei seguenti acidi e basi, assumendo la neutralizzazione completa: H_2SO_3 , H_3PO_4 , LiOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

$$\text{H}_2\text{SO}_3 \quad P_m = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 3 = 82$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \quad P_m = 3 \cdot 1 + 39,1 + 4 \cdot 16 = 106,1$$

$$\text{LiOH} \quad P_m = 6,9 + 16 + 1 = 23,9$$

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 \quad P_m = 65,4 + (16+1) \cdot 2 = 99,4$$

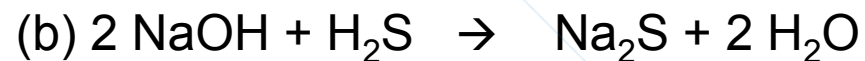
$$P_{eq}(\text{H}_2\text{SO}_3) = \frac{P_m}{2(\text{H}^+)} = \frac{82}{2} = 41$$

$$P_{eq}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{P_m}{3(\text{H}^+)} = \frac{106,1}{3} = 35,4$$

$$P_{eq}(\text{LiOH}) = \frac{P_m}{1(\text{OH}^-)} = \frac{23,9}{1} = 23,9$$

$$P_{eq}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = \frac{P_m}{2(\text{OH}^-)} = \frac{99,4}{2} = 49,7$$

2. Qual è il peso equivalente di H₂S in ognuna delle seguenti reazioni?



a)
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{\text{Pm}}{\text{H}^+ (\text{sostituiti})} = \frac{2 \cdot 1 + 32}{1} = 34$$

b)
$$\text{P}_{\text{eq}} = \frac{\text{Pm}}{\text{H}^+ (\text{sostituiti})} = \frac{2 \cdot 1 + 32}{2} = 17$$

4. Il sale acido di potassio dell'acido ftalico, $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$, è spesso usato allo stato cristallino come acido standard, perché può essere facilmente purificato e pesato. C'è uno ione H^+ ionizzabile per molecola. Quanti equivalenti sono contenuti in 0.7325 g di questo sale?

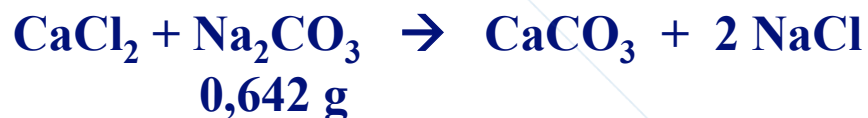
Peso composto = 0,7325 g

$$N_{eq} = \frac{g}{P_{eq}}$$

$$P_{eq} = \frac{Pm}{1} = \frac{39 + 1 + 12 \cdot 8 + 4 \cdot 1 + 4 \cdot 16}{1} = 204$$

$$N_{eq} = \frac{g}{P_{eq}} = \frac{0,7235}{204} = 3,59 \cdot 10^{-3} eq$$

5. Quanti millilitri di una soluzione, contenente 40 g di CaCl_2 per litro, sono necessari per reagire con 0,642 g di Na_2CO_3 puro? Nella reazione si forma CaCO_3 .



$$\text{moli CaCl}_2 = \text{moli Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{moli CaCl}_2 = \frac{\text{g}}{\text{Pm}} = \frac{0,642}{2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16} = 6,06 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{g di CaCl}_2 = \text{moli} \cdot \text{Pm} = 6,06 \cdot 10^{-3} \cdot (40 + 2 \cdot 35,5) = 0,672 \text{ g}$$

Per calcolare i ml usiamo una proporzione

$$\frac{40}{1000} = \frac{0,672}{x} \quad ; \quad x = \frac{0,672 \cdot 1000}{40} = 16,8 \text{ ml}$$

7. Viene fatto passare nell'acqua dell'acido cloridrico gassoso, dando luogo ad una soluzione di densità 1.12 e contenente il 30.5% in massa di HCl. Quale è la massa di HCl per millilitro della soluzione?

$$d = 1,12 \text{ g/ml}$$

Supponiamo di avere un millilitro

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,12 \cdot 1 = 1,12 \text{ g}$$

Facciamo uso della proporzione

$$\frac{30,5}{100} = \frac{x}{1,12}; \quad x = \frac{1,12 \cdot 30,5}{100} = 0,3416 \text{ g}$$

quindi

$$341 \text{ mg/ml}$$

9. Un volume di 105 ml di acqua pura a 4°C viene saturato con NH₃ gassosa ottenendo una soluzione di densità 0.90 e contenente il 30% in massa di NH₃. Determinare il volume della soluzione di ammoniaca che ne deriva e il volume dell'ammoniaca gassosa a 5°C e 775 mm di Hg, che è stato impiegato per saturare l'acqua.

Condizioni iniziali:

105 ml di H₂O pura ; d = 0,90 ; 30% in massa di NH₃

La massa totale della soluzione = massa di H₂O + 30% di NH₃

Se prendiamo 100 g della soluzione saranno 70 g di H₂O e 30 g di NH₃

$$\frac{70}{100} = \frac{105}{x}; \quad x = \frac{100 \times 105}{70} = 150 \text{ g}$$

Il peso di NH₃ assorbito nell'acqua sarà 150-105 = 45 g

Il volume della soluzione sarà :

$$d = m/V ; V = m/d = 150/0,9 = 166,67 \text{ ml}$$

$$PV = nRT ; V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{45}{17} \times 0,082 \times (273+5)}{\frac{775}{760}} = 59.0 \text{ lt}$$

10. Qual è la molarità di una soluzione contenente 37.5 g $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$ per litro, e qual è la molarità rispetto ad ogni tipo di ione?

$$P_m \text{Ba}(\text{MnO}_4)_2 = 137,4 + (54,9 + 4 \cdot 16) \cdot 2 = 375,2$$

$$\text{moli Ba}(\text{MnO}_4)_2 = 37,5/375,2 = 0,0999 \approx 0,100 \text{ moli}$$

$$M = \text{moli}/V(l) = 0,100 / 1 = 0,100 \text{ M di Ba}(\text{MnO}_4)_2$$

$$\text{Ba}^{++} = 0,100 \text{ M}$$

$$\text{MnO}_4^- = 0,200 \text{ M}$$

12. Vengono sciolti in sufficiente acqua, 100 g di NaCl, per formare 1500 ml di soluzione. Qual è la concentrazione in molarità?

17. Una soluzione contiene 116 g di acetone (CH_3COCH_3), 138 g di alcool etilico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e 126 g di acqua. Determinare la frazione molare di ogni componente.

116 g di CH_3COCH_3 (acetone)
138 g di $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (alcool etilico)
126 g di H_2O (acqua)

$$n_{\text{acetone}} = \frac{116}{12+3 \times 1+12+16+12+3 \times 1} = \frac{116}{58} = 2 \text{ moli}$$

$$n_{\text{alcool}} = \frac{138}{2 \times 12+5 \times 1+16+1} = \frac{138}{46} = 3 \text{ moli}$$

$$n_{\text{acqua}} = \frac{126}{2 \times 1+16} = \frac{126}{18} = 7 \text{ moli}$$

$$n_{\text{T}} = n_{\text{acetone}} + n_{\text{alcool}} + n_{\text{acqua}} = 2 + 3 + 7 = 12 \text{ moli}$$

$$\chi_{\text{acetone}} = \frac{n_{\text{acetone}}}{n_{\text{T}}} = \frac{2}{12} = 0,167; \quad \chi_{\text{alcool}} = \frac{n_{\text{alcool}}}{n_{\text{T}}} = \frac{3}{12} = 0,25; \quad \chi_{\text{acqua}} = \frac{n_{\text{acqua}}}{n_{\text{T}}} = \frac{7}{12} = 0,58$$

19. Quanti equivalenti di H_2SO_4 si trovano in (a) 2.0 ml di soluzione 15 N, (b) 50 ml di soluzione N/4?

23. Una soluzione contiene 75 mg di NaCl per millilitro. Quanto deve essere diluita per fornire una soluzione di concentrazione 15 mg di NaCl per millilitro di soluzione?

26. Una soluzione di acido acetico, CH_3COOH , al 10.0% in peso ha densità 1.01 g/ml. Calcolare il volume di questa soluzione che può essere ottenuto da 1.500 litri di una soluzione di CH_3COOH al 90.0% in peso, la cui densità è 1.07 g/ml.

Soluzione : CH_3COOH al 10%
 $d = 1.01 \text{ g/ml}$

Quantità di acido acetico contenuto nella soluzione originale concentrata

$$d = 1,07 \text{ g/ml}$$

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,07 \cdot 1500 = 1605 \text{ g}$$

Come è al 90% in peso di acido acetico:

$$\frac{90}{100} = \frac{x}{1605}; \quad x = 1605 \frac{90}{100} = 1444,5 \text{ g}$$

Quindi si ha un peso di 1444,5 g di acido acetico puro

Calcoliamo la quantità di acido acetico necessaria per formare un litro della soluzione diluita.

$$d = 1,01 \text{ g/ml}$$

$$d = \frac{m}{V}; \quad m = d \cdot V = 1,01 \cdot 1000 = 1010 \text{ g}$$

Come è al 10% in peso di acido acetico:

$$\frac{10}{100} = \frac{x}{1010}; \quad x = 1010 \frac{10}{100} = 101 \text{ g}$$

$$\text{litri di soluzione ottenibili} = \frac{\text{peso di CH}_3\text{COOH disponibile}}{\text{peso necessario per litro di soluzione}} = \frac{1444,5}{101} = 14,3 \text{ l}$$

27. Un litro di H_2SO_4 al 55.0% in peso contiene 800 g di H_2SO_4 puro. Calcolare: a) la densità di questa soluzione; b) la densità della stessa soluzione il cui volume è stato portato ad 1.50 l per aggiunta di acqua. la densità dell'acqua è 1.00 g/ml.

Calcolo della densità:

$$\frac{55}{100} = \frac{800}{x} ; \quad x = \frac{100 \times 800}{55} = 1454,5 \text{ g}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1454,5}{1000} = 1,45 \text{ g/ml}$$

Densità dopo l'aggiunta di 500 ml di H_2O

$$\text{Peso totale} = 1454,5 + 500 = 1954,5 \text{ g}$$

$$d = \frac{P_t}{V_t} = \frac{1954,5}{1000 + 500} = 1,30 \text{ g/ml}$$

28. Per titolare 25.0 ml di un acido sono stati usati 32.0 ml di KOH 0.125 N.
Calcolare la normalità della soluzione dell'acido.

29. 20.0 ml di HCl sono neutralizzati esattamente da 10.0 ml di NaOH. La soluzione risultante è stata fatta evaporare ed il residuo ottenuto era di g 0.0585. Calcolare la normalità delle soluzioni di HCl ed NaOH.

20.0 ml HCl
10.0 ml NaOH
Residuo = 0,0585 g

La reazione è



$$\text{moli NaCl} = \frac{0,0585}{23+35,5} = 0,001 \text{ moli}$$

Rapporti delle moli

$$\text{moli HCl} = \text{moli NaOH} = \text{moli NaCl} = 0.001 \text{ moli}$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{\text{moli}}{V(l)} = \frac{0.001}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ M}$$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{N_{\text{eq}}}{V(l)}; \quad N_{\text{eq}} = \frac{g}{P_{\text{eq}}}; \quad P_{\text{eq}} = \frac{P_m}{\text{num H}^+ \text{ sostituiti}}$$

$$P_{\text{eq}} = \text{HCl} = P_m/1 = P_m = 35,5 + 1 = 36$$

$$P_{\text{eq}} = \text{HCl} = \frac{P_m}{1} = P_m = 35,5 + 1 = 36$$

$$N_{\text{eq}} = \frac{g}{P_{\text{eq}}} = \frac{g}{P_m} = 0,001 \text{ eq}$$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{N_{\text{eq}}}{V(l)} = \frac{0,001}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ N}$$

30.50.0 ml di una soluzione di NaCl reagiscono esattamente con 20.0 ml di AgNO₃ 0.100 N. Calcolare la normalità della soluzione di NaCl, 30.0 ml della soluzione di NaCl sono richiesti per la titolazione degli ioni Ag⁺ ottenuti dalla dissoluzione in HNO₃ di g 0.150 di una lega contenente argento. Calcolare la percentuale in peso di Ag nel campione.

31. Dopo aver determinato i coefficienti stechiometrici della seguente reazione:



calcolare la molarità dell'acido nitrico rimasto libero dopo la reazione se 3.25 g di Zn reagiscono con 1.00 l di HNO_3 0.300 M. Si supponga invariato il volume della soluzione.



$$\text{peso Zn} = 3,25 \text{ g}$$

$$V = 1,00 \text{ lt}$$

$$M = 0,300 \text{ M}$$

$$\text{moli HNO}_3 = M \cdot V = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ moli}$$

$$\text{moli Zn} = \frac{\text{g}}{\text{Pa}} = \frac{3,25}{65,4} = 0,0497 \cong 0,05 \text{ moli}$$

$$\text{moli HNO}_3 = \frac{10}{4} \text{ moli Zn} = \frac{10}{4} 0,05 = 0,125 \text{ moli}$$

$$\text{moli HNO}_3 = M \cdot V = 0,3 \cdot 1 = 0,3 \text{ moli}$$

$$\text{Rimanenza moli HNO}_3 = 0,3 - 0,125 = 0,175 \text{ moli}$$

Nuova molarità dell'acido nitrico:

$$M = \frac{\text{moli (rimasti)}}{V(\text{lt})} = \frac{0,175}{1} = 0,175 \text{ M}$$